

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2^ο: ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3^ο: ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

ΛΥΜΕΝΑ ΒΑΣΙΚΑ ΘΕΜΑΤΑ

ΘΕΜΑ 1. Δίνεται η αντίδραση με χημική εξίσωση: $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$, η οποία έχει $\Delta H = -100 \text{ kJ}$ και ενέργεια ενεργοποίησης $E_a = 20 \text{ kJ}$.

α) Να σχεδιάσετε ποιοτικά ένα διάγραμμα το οποίο να περιγράφει την ενεργειακή πορεία της αντίδρασης, σύμφωνα με τη θεωρία της μεταβατικής κατάστασης.

β) Να υπολογίσετε την μεταβολή της ενθαλπίας $\Delta H'$, καθώς και την ενέργεια ενεργοποίησης E_a' της αντίστροφης αντίδρασης $2AB \rightarrow A_2 + B_2$ και να σχεδιάσετε ποιοτικά την ενεργειακή πορεία της.

γ) Να εξηγήσετε το ρόλο της ενέργειας ενεργοποίησης, σύμφωνα με τη θεωρία της μεταβατικής κατάστασης.

δ) Από ποιους παράγοντες εξαρτάται, κατά κύριο λόγο, η ενέργεια ενεργοποίησης;

Στόχος του θέματος είναι:

-Να παρουσιαστεί αναλυτικά το ενεργειακό διάγραμμα της πορείας της αντίδρασης σύμφωνα με τη θεωρία της μεταβατικής κατάστασης.

-Να γίνει πιο σαφής ο ρόλος της ενέργειας ενεργοποίησης και οι βασικότεροι παράγοντες από τους οποίους καθορίζεται.

Λύση

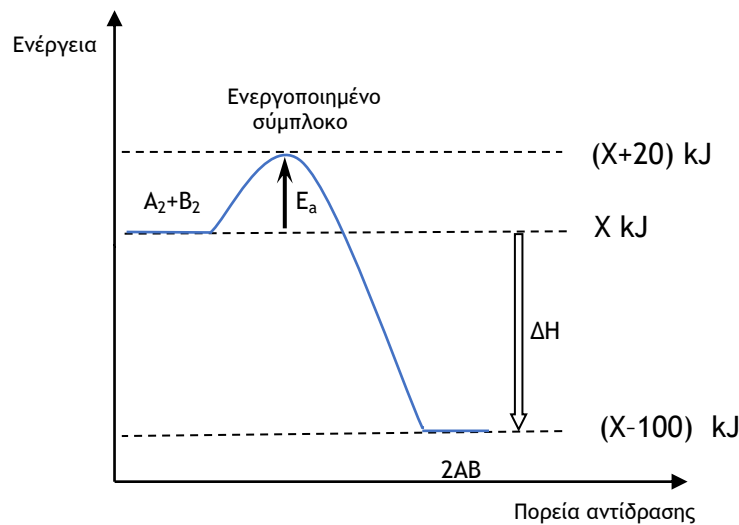
α) Η αντίδραση με χημική εξίσωση $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$, $\Delta H = -100 \text{ kJ}$ είναι εξώθερμη επειδή η μεταβολή της ενθαλπίας ΔH έχει αρνητικό πρόσημο.

Αν θέσουμε αυθαίρετα μία τιμή στην ενέργεια των αντιδρώντων $A_2 + B_2$, έστω $X \text{ kJ}$ τότε η ενέργεια των προϊόντων θα είναι κατά 100 kJ μικρότερη $(X - 100) \text{ kJ}$.

Η ενέργεια ενεργοποίησης E_a είναι η διαφορά ενέργειας μεταξύ της ενέργειας της μεταβατικής κατάστασης ή του ενεργοποιημένου συμπλόκου και της ενέργειας των αντιδρώντων. Για τη συγκεκριμένη αντίδραση ισχύει:

$$E_a = E_{\text{Ενεργοποιημένου συμπλόκου}} - E_{A_2 + B_2} \Rightarrow E_{\text{Ενεργοποιημένου συμπλόκου}} = E_{A_2 + B_2} + E_a = X + 20 \text{ kJ}$$

Συνεπώς, το ενεργειακό διάγραμμα της αντίδρασης είναι το παρακάτω:



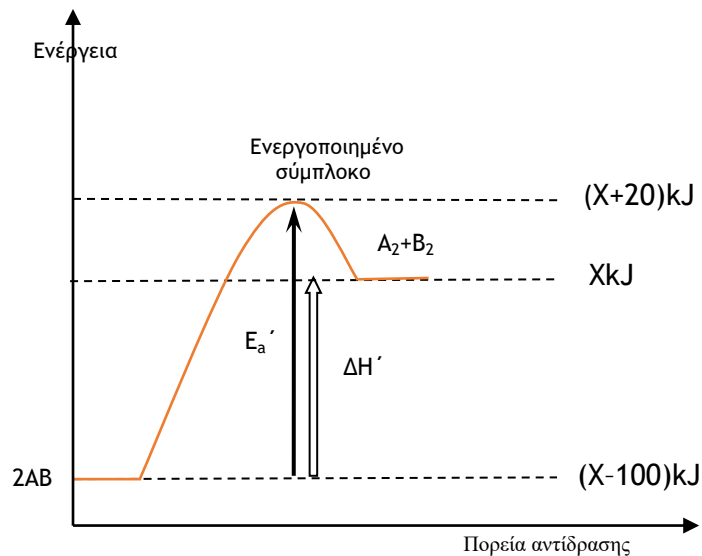
β) Η αντίστροφη αντίδραση $2AB \rightarrow A_2 + B_2$ θα έχει τα εξής χαρακτηριστικά:

i) Θα είναι ισόποσα ενδόθερμη, συνεπώς $\Delta H' = 100 \text{ kJ}$.

ii) Θα έχει το ίδιο ενεργοποιημένο σύμπλοκο.

iii) Θα έχει $E_a' = E_{\text{Ενεργοποιημένου συμπλόκου}} - E_{2AB} \Rightarrow E_a' = X + 20 - (X - 100) = 120 \text{ kJ}$

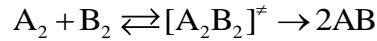
Με βάση τα προηγούμενα το ενεργειακό διάγραμμα της αντίστροφης αντίδρασης είναι το παρακάτω:



γ) Σύμφωνα με τη θεωρία της μεταβατικής κατάστασης, όταν τα μόρια συγκρούονται αποτελεσματικά περνούν από μια μεταβατική κατάσταση ή καλύτερα σχηματίζουν μια ασταθή (υψηλής ενέργειας) δομή, η οποία μπορεί να διασπαστεί και να σχηματίσει προϊόντα. Η δομή αυτή λέγεται ενεργοποιημένο σύμπλοκο και για το σχηματισμό της απαιτείται να προσφερθεί από το περιβάλλον ενέργεια στο αντιδρών σύστημα. Το ελάχιστο ποσό ενέργειας που απαιτείται να προσφερθεί για να σχηματισθεί το ενεργοποιημένο σύμπλοκο λέγεται ενέργεια ενεργοποίησης (E_a).

Ως εκ τούτου, η ενέργεια ενεργοποίησης είναι πάντα θετική.

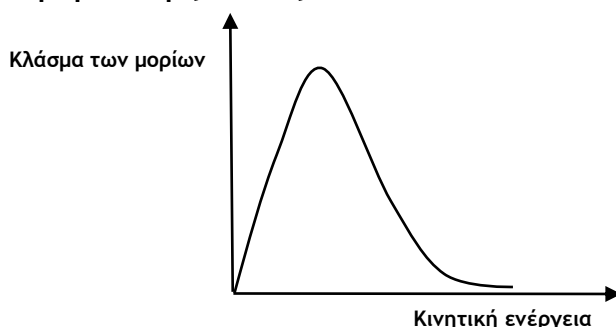
Το ενεργοποιημένο σύμπλοκο στη συνέχεια διασπάται, απελευθερώνοντας ενέργεια. Με χημικό συμβολισμό, οι παραπάνω διεργασίες μπορούν να παρασταθούν ως εξής:



- i) Αν η αντίδραση είναι εξώθερμη, όπως στην $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$, εκλύεται σημαντικό ποσό ενέργειας. Ένα μέρος της ενέργειας που απελευθερώνεται λειτουργεί ως ενέργεια ενεργοποίησης για τη συνέχιση της αντίδρασης και το υπόλοιπο εκλύεται στο περιβάλλον. Προφανώς, η αντίδραση ολοκληρώνεται χωρίς να χρειάζεται να προσφερθεί σε αυτήν, ξανά, άλλη ενέργεια.
- ii) Αν η αντίδραση είναι ενδόθερμη, όπως στην $2AB \rightarrow A_2 + B_2$, εκλύεται αρκετά μικρότερο ποσό ενέργειας το οποίο δεσμεύεται εξ ολοκλήρου στα προϊόντα. Προφανώς, η αντίδραση δεν μπορεί να συνεχιστεί χωρίς να της παρέχεται διαρκώς ενέργεια, ώστε να εξασφαλίζεται η ενέργεια ενεργοποίησης.
- δ) Ο σχηματισμός του ενεργοποιημένου συμπλόκου, ως ενδιάμεσο προϊόν, σχετίζεται, προφανώς, με τη φύση των αντιδρώντων ουσιών από τις οποίες προέρχεται, καθώς και με τη φύση των προϊόντων προς τα οποία μετατρέπεται. Για παράδειγμα, άλλη ενέργεια ενεργοποίησης έχει η αντίδραση των N_2 και O_2 προς σχηματισμό NO και άλλη προς σχηματισμό NO_2 .

ΘΕΜΑ 2. Σε δύο δοχεία όγκου V εισάγονται στο πρώτο x mol αερίου A και στο δεύτερο x mol αερίου B . Τα δύο αέρια διασπώνται στην ίδια θερμοκρασία, σύμφωνα με τις αντιδράσεις $A(g) \rightarrow \Pi_1$ (αντίδραση 1) και $B(g) \rightarrow \Pi_2$ (αντίδραση 2). Επιπλέον, γνωρίζουμε ότι η ενέργεια των αντιδρώντων A και B είναι ίση $E_A = E_B$, ενώ η ενέργεια ενεργοποίησης E_{a1} της αντίδρασης 1 είναι μεγαλύτερη από την ενέργεια ενεργοποίησης E_{a2} της αντίδρασης 2.

Να τοποθετήσετε ποιοτικά τις E_{a1} και E_{a2} στο διάγραμμα που ακολουθεί (διάγραμμα κατανομής κινητικής ενέργειας των μορίων αερίου γνωστό και ως κατανομή Maxwell- Boltzmann) και με βάση το στοιχείο αυτό να εξηγήσετε ποια αντίδραση έχει μεγαλύτερη ταχύτητα.

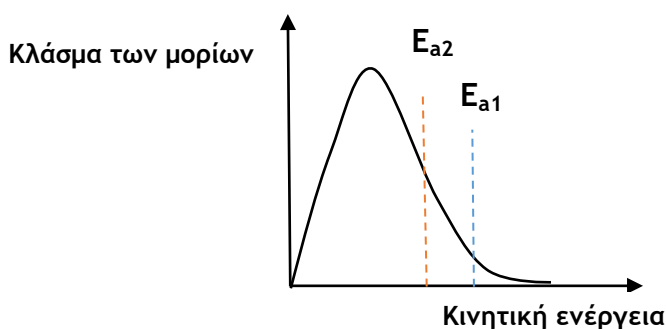


Στόχος του θέματος είναι να περιγραφεί η σχέση μεταξύ της E_a και

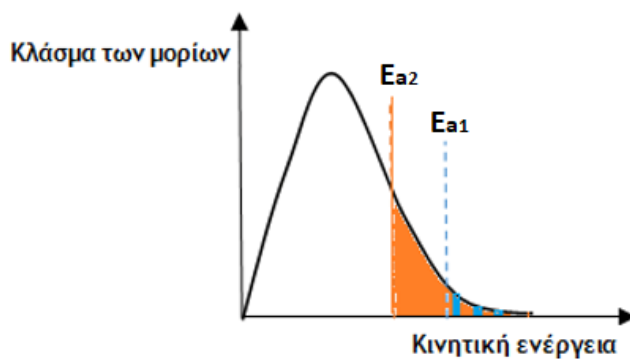
- του διαγράμματος κατανομής της κινητικής ενέργειας των μορίων αερίου (κατανομή Maxwell - Boltzmann),
- της ταχύτητας της αντίδρασης.

Λύση

Αφού $E_{a1} > E_{a2}$ η τοποθέτησή τους στο διάγραμμα θα έχει την εξής μορφή:



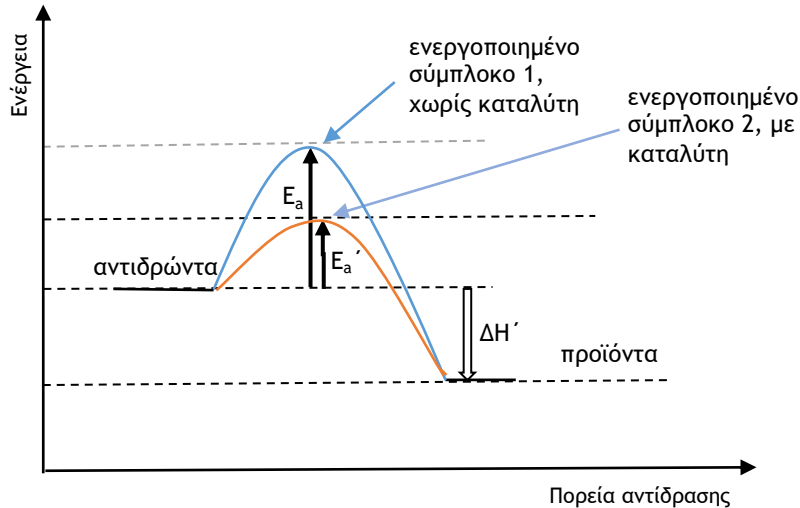
Το εμβαδόν που περικλείεται από τις κατακόρυφες αυτές, την καμπύλη Maxwell - Boltzmann και τον άξονα των κινητικών ενεργειών δίνει το κλάσμα των μορίων του αερίου που μπορούν να μετασχηματισθούν σε προϊόντα. Όπως φαίνεται στο σχήμα που ακολουθεί, το πλήθος των μορίων του $B(g)$ που έχει κινητική ενέργεια ίση ή μεγαλύτερη από την ελάχιστη απαιτούμενη για να σχηματισθεί το ενεργοποιημένο σύμπλοκο E_{ES2} και τα προϊόντα Π_2 είναι σαφώς μεγαλύτερο από το αντίστοιχο πλήθος των μορίων του $A(g)$.



Επομένως στη μονάδα του χρόνου περισσότερα μόρια $B(g)$ αντιδρούν αποτελεσματικά, άρα η ταχύτητα της αντίδρασης 2 είναι μεγαλύτερη της ταχύτητας της αντίδρασης 1.

Γενικότερα, όσο πιο μικρή είναι η ενέργεια ενεργοποίησης μιας αντίδρασης, τόσο πιο πολλά μόρια αντιδρώντων διαθέτουν την απαιτούμενη ενέργεια για να σχηματίσουν το ενεργοποιημένο σύμπλοκο και τόσο πιο γρήγορα εξελίσσεται η αντίδραση.

ΘΕΜΑ 3. Μπορούμε να επιταχύνουμε μια αντίδραση με προσθήκη καταλύτη, διατηρώντας αμετάβλητους όλους τους υπόλοιπους παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα της αντίδρασης. Αξιοποιώντας το παρακάτω διάγραμμα, να εξηγήσετε το ρόλο του καταλύτη στην επιτάχυνση της αντίδρασης, συσχετίζοντας τη δράση του με τη θεωρία της μεταβατικής κατάστασης.



Στόχος του θέματος είναι να γίνει πιο σαφής η θεωρία της μεταβατικής κατάστασης, καθώς και ο τρόπος με τον οποίο ο καταλύτης μπορεί να επιταχύνει μια αντίδραση.

Λύση

Για να σχηματισθεί το ενεργοποιημένο σύμπλοκο, χωρίς καταλύτη, απαιτείται μεγάλο ποσό ενέργειας ίσο με E_a .

Παρουσία καταλύτη, δημιουργείται διαφορετικό ενεργοποιημένο σύμπλοκο, εξαιτίας της συμμετοχής του. Το νέο ενεργοποιημένο σύμπλοκο έχει αρκετά μικρότερη ενέργεια, δηλαδή απαιτεί αρκετά μικρότερη ενέργεια ενεργοποίησης.

$$E'_a < E_a \text{ ή } E_{a \text{ με καταλύτη}} < E_{a \text{ χωρίς καταλύτη}}$$

Επομένως, αφού το σύστημα έχει βρει ένα χαμηλότερο ενεργειακό μονοπάτι για να φθάσει στα προϊόντα, η ταχύτητα της αντίδρασης θα αυξηθεί.

Επισημαίνεται ότι το ΔH δεν θα μεταβληθεί παρουσία καταλύτη. Μόνη διαφοροποίηση ότι, το εκλυόμενο ποσό θερμότητας θα ελευθερωθεί σε πολύ πιο σύντομο χρονικό διάστημα.

ΘΕΜΑ 4. Οι δύο σημαντικότεροι παράγοντες που χρησιμοποιούνται για να μεταβάλλουμε την ταχύτητα μιας αντίδρασης είναι η θερμοκρασία και η κατάλυση. Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν ως σωστές ή λανθασμένες και να αιτιολογήσετε τους χαρακτηρισμούς σας.

α) Μπορούμε να εξηγήσουμε πώς επιδρά η θερμοκρασία στη μεταβολή της ταχύτητας μιας αντίδρασης και με τη χρήση του διαγράμματος που εκφράζει την κατανομή των μορίων αερίων σε σχέση με την κινητική τους ενέργεια (κατανομή Maxwell-Boltzmann).

β) Κάθε φορά που αυξάνουμε τη θερμοκρασία διεξαγωγής μιας αντίδρασης κατά 10°C η ταχύτητα αυτής διπλασιάζεται.

γ) Ο συνδυασμός υψηλής θερμοκρασίας και ενζυμικά καταλυόμενης αντίδρασης θα μας δώσει πολύ μεγάλη αύξηση της ταχύτητας.

δ) Σε βιομηχανικό επίπεδο η χρήση πολύ υψηλών θερμοκρασιών για την παρασκευή των επιθυμητών προϊόντων έχει μεγάλο κόστος. Γι' αυτό προτιμούμε τη χρήση καταλυτών, εφόσον υπάρχουν και έχουν χαμηλό κόστος.

ε) Η ετερογενής κατάλυση ερμηνεύεται καλύτερα με τη θεωρία της προσρόφησης.

Στόχος του θέματος είναι να διασαφηνιστούν ορισμένες πλευρές του τρόπου με τον οποίο δρουν οι παράγοντες θερμοκρασία και καταλύτες.

Λύση

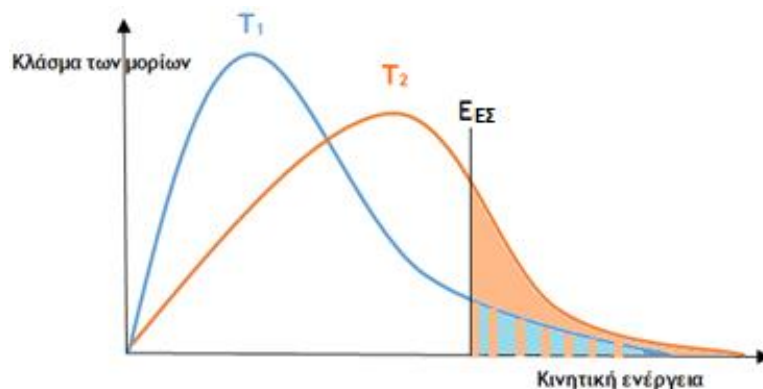
α) Σωστή. Θα πρέπει να εξετάσουμε δύο διαφορετικές θερμοκρασίες, έστω T_1 και T_2 με $T_2 > T_1$.

Για ένα τέτοιο διάγραμμα γνωρίζουμε ότι:

i) το εμβαδόν που περικλείεται από την καμπύλη και τον άξονα της κινητικής ενέργειας εκφράζει το πλήθος των μορίων του αερίου,

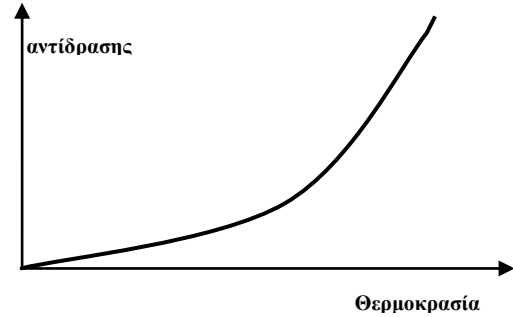
ii) το εμβαδό αυτό δεν μεταβάλλεται με τη θερμοκρασία, αφού το πλήθος των μορίων δεν αλλάζει,

iii) αυξάνοντας τη θερμοκρασία αυξάνεται η μέση ταχύτητα των μορίων, ως εκ τούτου η καμπύλη κατανομής μετατοπίζεται προς τα δεξιά, με συνέπεια να αυξάνεται το τμήμα του εμβαδού που αντιπροσωπεύει το πλήθος των μορίων που διαθέτουν ενέργεια ικανή για να σχηματισθεί το ενεργοποιημένο σύμπλοκο (εμβαδό γαλάζιου χρώματος στη θερμοκρασία T_1 και εμβαδό πορτοκαλί χρώματος [συμπεριλαμβάνει και το γαλάζιο] στη θερμοκρασία T_2).



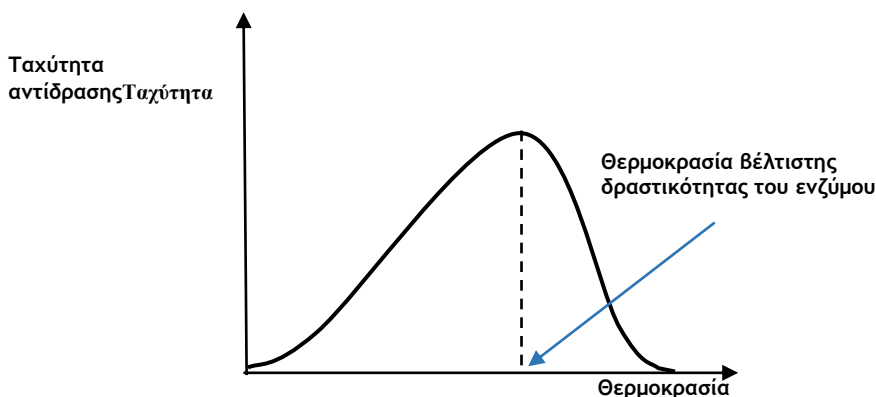
Συμπερασματικά, όταν η αντίδραση διεξάγεται σε υψηλότερη θερμοκρασία T_2 , αυξάνεται και το πλήθος των μορίων που μπορούν να δώσουν αποτελεσματικές συγκρούσεις, κατά συνέπεια, αυξάνεται και η ταχύτητα της αντίδρασης.

β) Λανθασμένη. Η ταχύτητα μεταβάλλεται εκθετικά με τη θερμοκρασία όπως δείχνει και το διπλανό διάγραμμα. Γενικότερα, αύξηση της θερμοκρασίας κατά 10°C προκαλεί αύξηση της ταχύτητας, ανάλογα με την αντίδραση, κατά 1,5 έως 4 φορές. Αυτό συμβαίνει, σύμφωνα με τη θεωρία των συγκρούσεων, επειδή η αύξηση της θερμοκρασίας προκαλεί αύξηση της μέσης κινητικής ενέργειας των αντιδρώντων μορίων, με συνέπεια να αυξάνεται ο αριθμός των αποτελεσματικών συγκρούσεων, στη μονάδα του χρόνου.



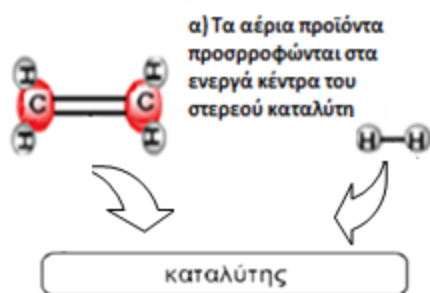
Πάντως, αν για μία αντίδραση, η αύξηση της θερμοκρασίας κατά 10°C , διπλασιάζει την μέση ταχύτητά της και αυξήσουμε τη θερμοκρασία κατά $\Delta T^{\circ}\text{C}$, τότε η νέα ταχύτητά της μπορεί να υπολογιστεί από τη σχέση $U = U_0 \cdot 2^{\frac{\Delta T}{10}}$

γ) Λανθασμένη. Τα ένζυμα ως προϊόντα των κυττάρων έχουν βέλτιστη δράση στη θερμοκρασία που λειτουργούν τα κύτταρα. Για παράδειγμα, τα ανθρώπινα ένζυμα έχουν βέλτιστη δράση περί τους 37°C . Ως εκ τούτου, από μια θερμοκρασία και μετά η καταλυτική τους ικανότητα επηρεάζεται αρνητικά, όπως φαίνεται και στο διάγραμμα που ακολουθεί. Τα πρωτεϊνικής φύσης ένζυμα, συνήθως, αδρανοποιούνται σε θερμοκρασίες πάνω από 50°C . Επισημαίνεται ότι η δράση των ενζύμων επηρεάζεται αρνητικά και από ακραίες τιμές pH.

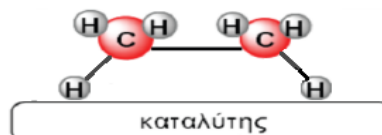


δ) Σωστή. Για παράδειγμα η χρήση των καταλυτών Ziegler-Natta ($\text{TiCl}_4 + \text{Al}(\text{C}_2\text{H}_5)_3$) επέτρεψε τον πολυμερισμό του αιθυλενίου σε σχετικά χαμηλές συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης και μείωσε σημαντικά το βιομηχανικό κόστος της παραγωγής του πολυαιθυλενίου. Η παλαιότερη μέθοδος είχε υψηλό οικονομικό κόστος επειδή χρειαζόταν αρκετά υψηλή θερμοκρασία και πίεση, γεγονός που απαιτούσε μεγάλη κατανάλωση ενέργειας.

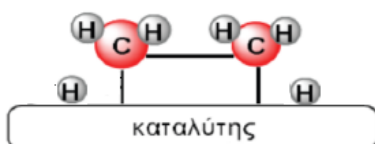
ε) Σωστή. Ο καταλύτης, που βρίσκεται σε λεπτόκοκκη ή σπογγώδη μορφή, μπορεί να συγκρατήσει με προσρόφηση τα αντιδρώντα μόρια (αέρια ή υγρά) στην επιφάνεια του. Η συγκράτηση πραγματοποιείται πάνω σε ορισμένα σημεία της επιφάνειας των καταλυτών, τα ενεργά κέντρα. Επειδή οι δεσμοί ανάμεσα στα άτομα του καταλύτη και τα μόρια των αντιδρώντων είναι ισχυροί, οι δεσμοί των αντιδρώντων μορίων χαλαρώνουν ή ακόμη διασπώνται. Επιπρόσθετα, τα αντιδρώντα μόρια προσροφώνται σε πολύ κοντινές θέσεις, δηλαδή έρχονται πολύ κοντά το ένα στο άλλο. Αποτέλεσμα όλων αυτών είναι να γίνει πολύ πιο εύκολα η δημιουργία των νέων δεσμών, δηλαδή των προϊόντων.



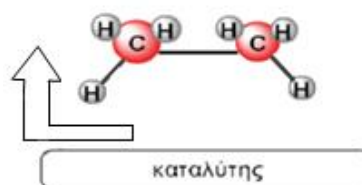
γ) Σχηματίζονται οι δεσμοί των προϊόντων, δηλαδή οι δεσμοί ανάμεσα στους C του διπλού δεσμού και τα γειτονικά άτομα H. Ο διπλός δεσμός παύει να υπάρχει και το προϊόν δεν μπορεί να παραμείνει προσροφημένο στο ενεργό κέντρο.



β) Η προσρόφηση του αιθυλενίου γίνεται μέσω του διπλού δεσμού. Η προσρόφηση του υδρογόνου οδηγεί στη διάσπαση του δεσμού που συγκρατούσε τα δύο άτομα.



δ) Τα αέρια προϊόντα απομακρύνονται και τα ενεργά κέντρα είναι ελεύθερα για περαιτέρω καταλυτική δράση



ΘΕΜΑ 5. Σε δοχείο σταθερού όγκου $V = 10\text{ L}$ εισάγονται 6 mol αερίου **A** και 9 mol αερίου **B** που αντιδρούν, σε κατάλληλη θερμοκρασία, σύμφωνα με την αντίδραση: $A(g) + 3B(g) \rightarrow 2\Gamma(g) + \Delta(g)$. Σε χρόνο 20 s η αντίδραση έχει ολοκληρωθεί.

α) Να υπολογίσετε τις ποσότητες σε mol των όλων των αερίων σωμάτων που περιέχονται στο δοχείο μετά το τέλος της αντίδρασης.

β) Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητά της αντίδρασης από τη στιγμή έναρξης έως την ολοκλήρωσή της. Επίσης, να σχεδιάσετε σε κοινό σύστημα αξόνων τη γραφική παράσταση των συγκεντρώσεων των ουσιών που συμμετέχουν στην αντίδραση, σε συνάρτηση με τον χρόνο (καμπύλες αντίδρασης).

γ) Χρησιμοποιώντας την καμπύλη αντίδρασης για το αντιδρών **B** να υπολογίσετε σε ποια χρονική στιγμή έχει αντιδράσει η μισή ποσότητα αυτού.

δ) Δίνεται ότι τη χρονική στιγμή $t = 5\text{ s}$, οι συγκεντρώσεις των αερίων **A** και **Γ** είναι ίσες. Να υπολογίσετε για το χρονικό διάστημα από 0 έως 5 s :

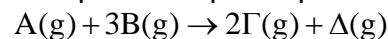
- i) τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης,
- ii) το μέσο ρυθμό κατανάλωσης του αερίου **B**,
- iii) το μέσο ρυθμό παραγωγής του αερίου **Γ**.

Στόχος του θέματος είναι να γίνουν πιο σαφείς διάφορες πλευρές της κινητικής μιας χημικής αντίδρασης, όπως:

- Ο υπολογισμός της μέσης ταχύτητας μιας αντίδρασης, ο σχεδιασμός και η αξιοποίηση της καμπύλης αντίδρασης.
- Ο τρόπος μεταβολής της ταχύτητας από την έναρξη μέχρι την ολοκλήρωσή της.
- Η σχέση μεταξύ των μεγεθών: ταχύτητα αντίδρασης, ρυθμός (ή ταχύτητα) κατανάλωσης αντιδρώντος, ρυθμός (ή ταχύτητα) σχηματισμού προϊόντος.

Λύση

α) Με βάση την χημική εξίσωση της αντίδρασης ελέγχουμε εάν κάποιο από τα αντιδρώντα σώματα βρίσκεται σε στοιχειομετρικό έλλειμμα ή περίσσεια:



$1\text{ mol } A(g)$ απαιτεί για να αντιδράσει $3\text{ mol } B(g)$

$6\text{ mol } A(g)$ απαιτούν για να αντιδράσουν; $\text{mol } B(g) \rightarrow 18\text{ mol } B(g)$.

Επομένως το αντιδρών **B** βρίσκεται σε στοιχειομετρικό έλλειμμα και θα αντιδράσει πλήρως.

Συμπληρώνουμε το πινακάκι με τους στοιχειομετρικούς υπολογισμούς:

mol	$A(g) + 3B(g) \rightarrow 2\Gamma(g) + \Delta(g)$			
Αρχικά	6	9	–	–
Αντιδρούν	3	9	–	–
Παράγονται	–	–	6	3
Τελικά	3	0	6	3

β) Υπολογίζουμε τις συγκεντρώσεις των αερίων ουσιών πριν και μετά το τέλος της αντίδρασης, με τον τύπο $C = \frac{n}{V}$, όπου $V = 10\text{ L}$:

$$[A]_{\text{αρχική}} = \frac{6 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,6 \text{ M} \text{ και } [A]_{\text{τελική}} = \frac{3 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,3 \text{ M}$$

$$[B]_{\text{αρχική}} = \frac{9 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,9 \text{ M} \text{ και } [B]_{\text{τελική}} = \frac{0 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0 \text{ M}$$

$$[\Gamma]_{\text{αρχική}} = \frac{0 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0 \text{ M} \text{ και } [\Gamma]_{\text{τελική}} = \frac{6 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,6 \text{ M}$$

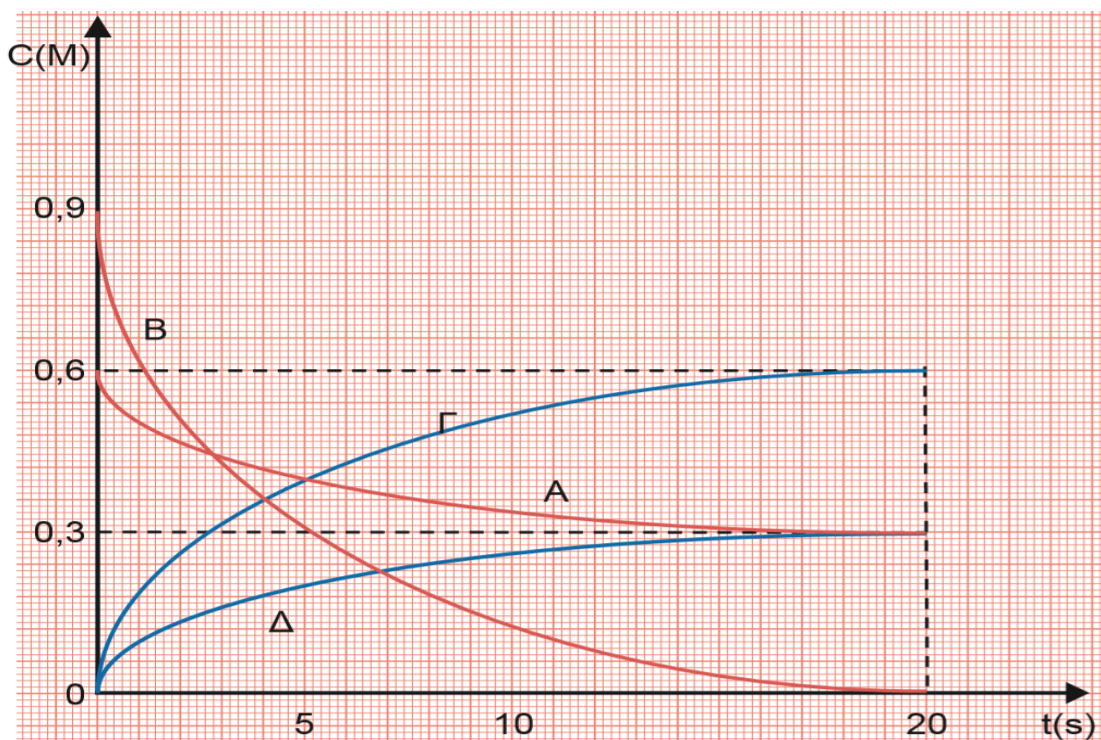
$$[\Delta]_{\text{αρχική}} = \frac{0 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0 \text{ M} \text{ και } [\Delta]_{\text{τελική}} = \frac{3 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,3 \text{ M}$$

Η ταχύτητα της αντίδρασης μπορεί να υπολογιστεί από οποιοδήποτε εκ των A, B, Γ και Δ. Για παράδειγμα,

$$U = \frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[\Gamma]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \cdot \frac{[\Gamma]_{\text{τελική}} - [\Gamma]_{\text{αρχική}}}{t_{\text{τελικό}} - t_{\text{αρχικό}}} = \frac{1}{2} \cdot \frac{0,6 \text{ M}}{20 \text{ s}} = 1,5 \cdot 10^{-2} \frac{\text{M}}{\text{s}} \text{ ή}$$

$$U = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{[A]_{\text{τελική}} - [A]_{\text{αρχική}}}{t_{\text{τελικό}} - t_{\text{αρχικό}}} = \frac{0,3 \text{ M}}{20 \text{ s}} = 1,5 \cdot 10^{-2} \frac{\text{M}}{\text{s}}$$

Από τις υπολογισθείσες μεταβολές των συγκεντρώσεων σχεδιάζουμε τις καμπύλες αντίδρασης:



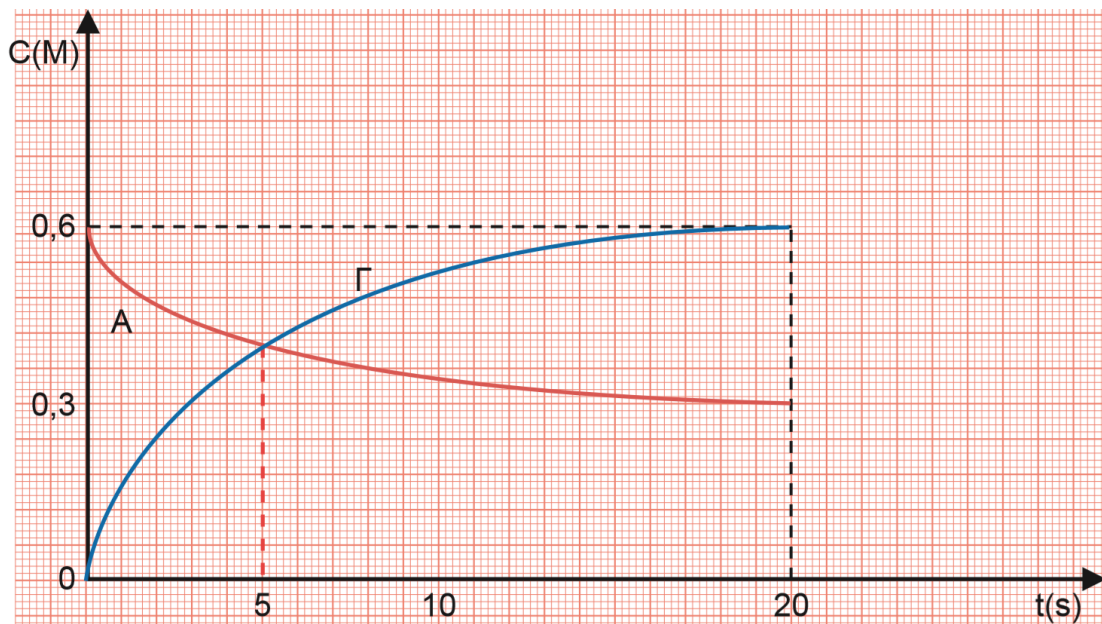


Από το διάγραμμα φαίνεται ότι έχει καταναλωθεί η μισή ποσότητα (συγκέντρωση) του B, στα 2,6 s.

Επισημαίνεται ότι, καθώς εξελίσσεται η αντίδραση μειώνεται συνεχώς η συγκέντρωση των αντιδρώντων (γιατί μετασχηματίζονται σε προϊόντα), συνεπώς μειώνεται συνεχώς το πλήθος των συγκρούσεων μεταξύ των αντιδρώντων στη μονάδα του χρόνου, άρα μειώνεται συνεχώς η ταχύτητα της αντίδρασης. Με άλλα λόγια, η ταχύτητα της αντίδρασης δεν είναι σταθερή. Στην αρχή είναι η μέγιστη και στη συνέχεια μειώνεται εκθετικά μέχρι που κάποια στιγμή μηδενίζεται (εκτός από την περίπτωση της αυτοκατάλυσης, την οποία θα εξετάσουμε σε επόμενη άσκηση). Αντίστοιχα, ισχύουν και όταν θα συγκρίνουμε μέσες ταχύτητες. Η μέση ταχύτητα που αφορά σε χρονική περίοδο πιο κοντά στην έναρξη της αντίδρασης θα έχει μεγαλύτερη τιμή απ' ό,τι η μέση ταχύτητα που αφορά σε μεταγενέστερη χρονική περίοδο.

Επίσης, το μέσον της κατανάλωσης ενός αντιδρώντος δεν πρέπει να το αναζητήσουμε στο μέσον του συνολικού χρόνου που απαιτήθηκε για την αντίδραση, αλλά πολύ νωρίτερα, γιατί τα μεγέθη δεν μειώνονται αναλογικά αλλά εκθετικά. Αυτό φαίνεται πολύ καλά αν παρατηρήσουμε την καμπύλη της αντίδρασης, όπου η μισή ποσότητα του B (0,45 M) έχει καταναλωθεί στα πρώτα 2,6-2,7 s, ενώ το χρονικό μέσον της αντίδρασης είναι τα 10 s.

δ) Από το διάγραμμα μπορούμε να επαληθεύσουμε ότι τη χρονική στιγμή $t = 5$ s οι συγκεντρώσεις των A και Γ είναι ίσες, καθώς επίσης να βρούμε και την τιμή τους.



i) Αντί να υπολογίσουμε τις συγκεντρώσεις των A και Γ μέσω του διαγράμματος, όπως στο ερώτημα (γ), ως ακολουθήσουμε μια διαφορετική μεθοδολογία. Συμπληρώνουμε το πινακάκι με τους στοιχειομετρικούς υπολογισμούς:

mol	A(g)	+ 3B(g)	→ 2Γ(g)	+ Δ(g)
Αρχικά	6	9	–	–
Αντιδρούν	x	3x	–	–
Παράγονται	–	–	2x	x
t = 5 s	6 – x	9 – 3x	2x	x

Αφού στα 5 s οι συγκεντρώσεις των A και Γ είναι ίσες θα ισχύει:

$$\frac{6-x}{10} \text{ M} = \frac{2x}{10} \text{ M} \Rightarrow 6-x = 2x \Rightarrow x = 2.$$

Επομένως, τη χρονική στιγμή 5 s στο δοχείο έχουμε:

$$[A]_{\text{στα } 5\text{ s}} = 0,4\text{M}, [B]_{\text{στα } 5\text{ s}} = 0,3\text{M}, [\Gamma]_{\text{στα } 5\text{ s}} = 0,4\text{M} \text{ και } [\Delta]_{\text{στα } 5\text{ s}} = 0,2\text{M}$$

Άρα:

$$v_{0 \rightarrow 5\text{ s}} = \frac{\Delta[\Delta]}{\Delta t} = \frac{(0,2-0)\text{M}}{(5-0)\text{s}} = 0,04\text{M} \cdot \text{s}^{-1} = 4 \cdot 10^{-2} \text{M} \cdot \text{s}^{-1}$$

Παρατηρούμε ότι: $v_{0 \rightarrow 5\text{ s}} (4 \cdot 10^{-2} \text{M} \cdot \text{s}^{-1}) > v_{0 \rightarrow 20\text{ s}} (1,5 \cdot 10^{-2} \text{M} \cdot \text{s}^{-1})$.

ii και iii) Η μέση ταχύτητα κατανάλωσης ενός αντιδρώντος ή η μέση ταχύτητα παραγωγής ενός προϊόντος δίνεται, όπως και η μέση ταχύτητα της αντίδρασης, κατ' απόλυτη τιμή. Σε αντίθεση με τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης, οι μέσες ταχύτητες κατανάλωσης και παραγωγής επηρεάζονται από το συντελεστή που έχει το σώμα στη χημική εξίσωση.

Οι όροι ρυθμός κατανάλωσης αντιδρώντος και ρυθμός παραγωγής προϊόντος είναι ταυτόσημοι με τη μέση ταχύτητα κατανάλωσης αντιδρώντος και τη μέση ταχύτητα παραγωγής προϊόντος, αντίστοιχα.

Επισημαίνεται ότι ο όρος μέσος ρυθμός μεταβολής του σώματος X μπορεί να είναι αρνητικός ή θετικός. Αρνητικός σημαίνει ότι έχουμε μείωση της ποσότητας του X

συναρτήσει του χρόνου (κατανάλωση) άρα το Χ είναι αντιδρών, ενώ θετικός σημαίνει ότι έχουμε αύξηση της ποσότητας του Χ συναρτήσει του χρόνου (παραγωγή) άρα το Χ είναι προϊόν.

Επισημαίνεται ότι αν ο συντελεστής του σώματος Χ στο οποίο αναφερόμαστε είναι:

- 1 τότε ο μέσος ρυθμός κατανάλωσης/παραγωγής του Χ είναι ίσος με τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης,
- 2 τότε ο μέσος ρυθμός κατανάλωσης/παραγωγής του Χ είναι διπλάσιος από τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης,
- 3 τότε ο μέσος ρυθμός κατανάλωσης/παραγωγής του Χ είναι τριπλάσιος από τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης κ.ο.κ.

Ως εκ τούτου, μπορούμε να υπολογίσουμε τα ζητούμενα μεγέθη με δύο τρόπους:

Α' τρόπος:

$$\text{Μέσος ρυθμός κατανάλωσης } B_{0 \rightarrow 5 \text{ s}} = 3 \cdot v_{0 \rightarrow 5 \text{ s}} = 12 \cdot 10^{-2} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\text{Μέσος ρυθμός παραγωγής } \Gamma_{0 \rightarrow 5 \text{ s}} = 2 \cdot v_{0 \rightarrow 5 \text{ s}} = 8 \cdot 10^{-2} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$$

Β' τρόπος:

Μέσος ρυθμός κατανάλωσης

$$U_{B,0 \rightarrow 5 \text{ s}} = -\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = -\frac{(0,3 - 0,9)\text{M}}{5 - 0 \text{ s}} = \frac{0,6 \text{ M}}{5 \text{ s}} = 12 \cdot 10^{-2} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\text{Μέσος ρυθμός παραγωγής } \Gamma_{0 \rightarrow 5 \text{ s}} = \frac{\Delta[\Gamma]}{\Delta t} = \frac{0,4 - 0 \text{ M}}{5 - 0 \text{ s}} = \frac{0,4 \text{ M}}{5 \text{ s}} = 8 \cdot 10^{-2} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$$

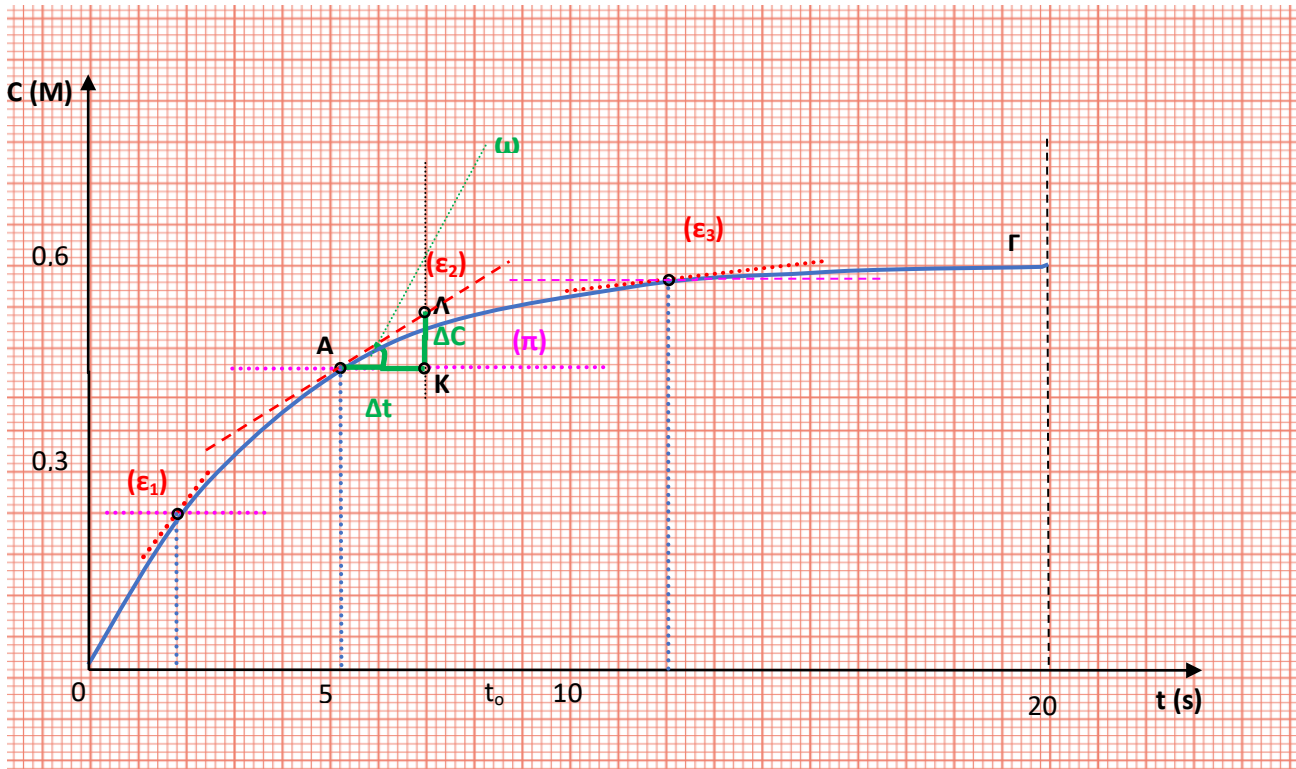
ΘΕΜΑ 6. Για την αντίδραση που αναφέρθηκε στο 5^ο θέμα να εξηγήσετε:

- Πώς υπολογίζουμε τη στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης μια τυχαία χρονική στιγμή μεταξύ του χρονικού διαστήματος 0 έως 20 s;
- Πως μεταβάλλεται η στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης κατά τη διάρκεια της εξέλιξής της αντίδρασης;
- Ποια είναι η τιμή της στιγμιαίας ταχύτητας της αντίδρασης τη χρονική στιγμή 20 s;

Στόχος του θέματος είναι να διευκρινισθούν σημεία του τρόπου υπολογισμού της στιγμιαίας ταχύτητας αντίδρασης μέσω της καμπύλης της αντίδρασης.

Λύση

α) Στον ζητούμενο χρόνο t_0 φέρνουμε κάθετο που τέμνει την καμπύλη συγκέντρωσης του Γ στο σημείο Α. Στο Α φέρνουμε την εφαπτομένη στην καμπύλη, δηλαδή την ευθεία (ϵ_2) . Επίσης, φέρνουμε την παράλληλη στον άξονα του χρόνου, ευθεία (π) . Ανάμεσα στις δύο ευθείες σχηματίζεται μια γωνία ω . Προφανώς, μπορούμε να φέρουμε άπειρες κάθετους στην ευθεία (π) μετά το t_0 .



Σε όλες τις περιπτώσεις είτε η κάθετος είναι απειροστά κοντά στο t_0 είτε απέχει από αυτό θα ισχύει ότι:

$$\epsilon\phi\omega_{t_0} = \frac{\text{απέναντι κάθετος}}{\text{προσκειμένη κάθετος}} = \frac{\Delta[\Gamma]_{t \rightarrow 0}}{\Delta t_{t \rightarrow 0}} = U_{t_0}$$

Συνεπώς, όποιο ορθογώνιο τρίγωνο και να κατασκευάσουμε (για παράδειγμα, το ΑΚΛ του σχήματος), μπορούμε να μετρήσουμε τις καθέτους πλευρές $ΚΛ = \Delta C$ και $ΑΚ = \Delta t$, να υπολογίσουμε την $\epsilon\phi\omega$ και μέσω αυτής τη στιγμιαία ταχύτητα

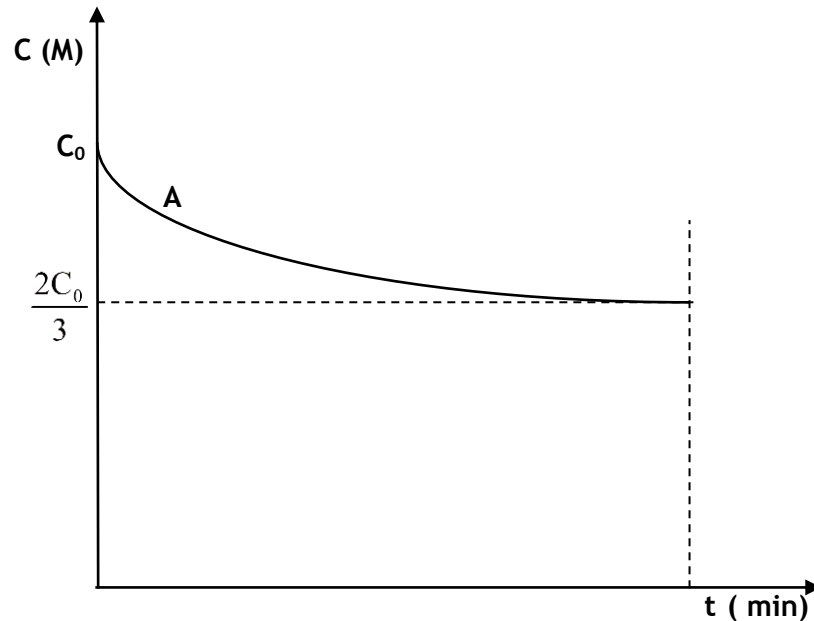
μεταβολής συγκέντρωσης του προϊόντος Γ (U_{Γ,t_0}). Προφανώς, η στιγμιαία ταχύτητα

της αντίδρασης τη στιγμή αυτή είναι $U_{\text{αντίδρασης},t_0} = \frac{1}{2} U_{\Gamma,t_0}$

β) Όπως φαίνεται από τις εφαπτόμενες (ε_1), (ε_2) και (ε_3) με την πάροδο του χρόνου μικραίνει η γωνία ω , άρα η εφω και η στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης.

γ) Τη στιγμή που ολοκληρώνεται η αντίδραση η στιγμιαία ταχύτητα μηδενίζεται. Αυτό φαίνεται και από την καμπύλη της αντίδρασης. Τη στιγμή $t = 20\text{ s}$ η καμπύλη γίνεται παράλληλη στον άξονα του χρόνου, οπότε η γωνία ω και η ταχύτητα της αντίδρασης μηδενίζονται.

ΘΕΜΑ 7. Σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου V εισάγονται ισομοριακές ποσότητες αερίων A και B που αντιδρούν σε ορισμένη θερμοκρασία σύμφωνα με τη χημική εξίσωση $A(g) + \beta B(g) \rightarrow 2\Gamma(g)$. Δίνεται στο παρακάτω σχήμα η καμπύλη αντίδρασης για το αντιδρών A .



- α) Να υπολογίσετε τον συντελεστή β και να υποδείξετε ποιο συστατικό της αντίδρασης αντιδρά ή παράγεται με μεγαλύτερη μέση ταχύτητα.
 β) Να υπολογίσετε την % v/v σύσταση του αερίου μείγματος μετά το τέλος της αντίδρασης.
 γ) Να υπολογίσετε τη σχετική % μεταβολή της πίεσης στο δοχείο από την αρχή μέχρι το τέλος της αντίδρασης.

Στόχος της άσκησης είναι να παρουσιαστούν τρόποι αξιοποίησης των δεδομένων που παρέχει η καμπύλη της αντίδρασης για να γίνουν υπολογισμοί στοιχειομετρικού χαρακτήρα (% v/v σύσταση αερίου μείγματος και μεταβολή της ολικής πίεσης αερίου μείγματος).

Λύση

α) Το αντιδρών A δεν καταναλώθηκε πλήρως αν και η αντίδραση είναι μονόδρομη. Συνεπώς, καταναλώθηκε πλήρως το αντιδρών B .

Από το πινακάκι με τους στοιχειομετρικούς υπολογισμούς έχουμε:

	$A(g)$	$\beta B(g)$	\rightarrow	$2\Gamma(g)$
Αρχ.	$C_0 \cdot V$	$C_0 \cdot V$		–
Αντιδρ.	x	βx		–
Παραγ.	–	–		$2x$
Τελικά	$(C_0 \cdot V - x)$	$(C_0 \cdot V - \beta x)$		$2x$

Για το αντιδρών B ισχύει: $C_0 \cdot V - \beta x = 0 \Rightarrow x = \frac{C_0 \cdot V}{\beta}$ (1)

Για το αντιδρών A , αξιοποιώντας την τελική συγκέντρωση του A από το διάγραμμα,

ισχύει: $C_0 \cdot V - x = \frac{2C_0 \cdot V}{3} \Rightarrow x = \frac{C_0 \cdot V}{3}$ (2)

Από (1) και (2) προκύπτει $\beta = 3$.

Ως εκ τούτου, με μεγαλύτερη μέση ταχύτητα καταναλώνεται το Β γιατί έχει το μεγαλύτερο συντελεστή.

β) Όταν ολοκληρωθεί η αντίδραση στο δοχείο περιέχονται $\frac{2C_0 \cdot V}{3}$ mol από το

αντιδρών Α: και $2x = \frac{2C_0 \cdot V}{3}$ από το προϊόν Γ, δηλαδή ίσα mol από τα Α και Γ.

Δεδομένου ότι αυτά βρίσκονται στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας η αναλογία mol είναι και αναλογία όγκων, άρα η σύσταση του τελικού αερίου μείγματος είναι 50% v/v Α και 50% v/v Γ.

γ) Από την καταστατική εξίσωση πριν και μετά την ολοκλήρωση της αντίδρασης ισχύει:

$$n_{\text{ολικά αερίων, αρχικά}} = n_{\text{Α, αρχικά}} + n_{\text{Β, αρχικά}} = C_0 \cdot V + C_0 \cdot V = 2 \cdot C_0 \cdot V.$$

$$n_{\text{ολικά αερίων, τελικά}} = n_{\text{Α, τελικά}} + n_{\text{Γ, τελικά}} = \frac{2C_0 V}{3} + \frac{2C_0 V}{3} = \frac{4C_0}{3}.$$

$$P_{\text{αρχική}} \cdot V = n_{\text{ολικά αερίων, αρχικά}} \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{\text{αρχική}} = \frac{(2C_0 \cdot V) \cdot R \cdot T}{V} = 2C_0 \cdot R \cdot T$$

$$P_{\text{τελική}} \cdot V = n_{\text{ολικά αερίων, τελικά}} \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{\text{τελική}} = \frac{(\frac{4C_0}{3} \cdot V) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{4}{3} C_0 \cdot R \cdot T$$

Συνεπώς, η % σχετική μεταβολή πίεσης είναι:

$$\% \Delta P_{\text{σχετικό}} = \frac{P_{\text{τελικό}} - P_{\text{αρχικό}}}{P_{\text{αρχικό}}} \cdot 100 = \frac{\frac{4}{3} C_0 \cdot R \cdot T - 2C_0 \cdot R \cdot T}{2C_0 \cdot R \cdot T} \cdot 100$$

$$\Rightarrow \% \Delta P_{\text{σχετικό}} = -\frac{\frac{4}{3} - 2}{2} \cdot 100 = -33,3\%$$

Η μείωση της πίεσης¹ ήταν αναμενόμενη αφού κατά την εξέλιξη της αντίδρασης τα ολικά mol αερίων μειώνονται γιατί τα mol των προϊόντων είναι λιγότερα από τα mol των αντιδρώντων.

Γενικά, σε μία αντίδραση μεταξύ αερίων, υπό σταθερή θερμοκρασία και όγκο, η ολική πίεση επηρεάζεται από τη διαφορά:

$$\Delta n = n_{\text{προϊόντων}} - n_{\text{αντιδρώντων}} = \sum_{\text{συντελεστών προϊόντων}} - \sum_{\text{συντελεστών αντιδρώντων}}$$

Αν $\Delta n = 0$, τότε η συνολική πίεση παραμένει αμετάβλητη, αφού τα ολικά mol στο δοχείο δεν μεταβάλλονται με την εξέλιξη της αντίδρασης.

Αν $\Delta n > 0$ τότε η συνολική πίεση αυξάνεται, αφού τα ολικά mol στο δοχείο αυξάνονται κατά την εξέλιξη της αντίδρασης.

Αν $\Delta n < 0$ τότε η συνολική πίεση ελαττώνεται, αφού τα ολικά mol μειώνονται κατά την εξέλιξη της αντίδρασης.

Στην αντίδραση που εξετάζουμε έχουμε $\Delta n = 2 - (1 + 3) = -2 < 0$.

¹ Η πίεση ενός αερίου σε δοχείο όγκου V είναι συνάρτηση του πλήθους των σωματιδίων που συγκρούονται με τα τοιχώματα του δοχείου (δυνάμεις μεταξύ μορίων και τοιχωμάτων ασκούνται μόνο κατά τις συγκρούσεις) και της μέσης κινητικής ταχύτητας που αυτά έχουν. Ο πρώτος παράγοντας αντιστοιχεί στα mol του αερίου και ο δεύτερος στην απόλυτη θερμοκρασία T.

ΘΕΜΑ 8. Σε δοχείο σταθερού όγκου V , εισάγουμε 2 mol A και 5 mol B σε μορφή κόκκων τα οποία αντιδρούν, υπό σταθερή θερμοκρασία, σύμφωνα με την χημική εξίσωση: $A(g) + B(s) \rightarrow \Gamma(g) + \Delta(g)$

α) Να γράψετε τις εξισώσεις ταχύτητας για την παραπάνω αντίδραση.
 β) Στην ίδια θερμοκρασία δοκιμάζουμε τις παραλλαγές i έως vii της παραπάνω αντίδρασης. Να συγκρίνετε τις ταχύτητες καθεμιάς από τις παραλλαγές με την ταχύτητα της αρχικής αντίδρασης, χρησιμοποιώντας τις λέξεις/φράσεις: **βραδύτερη, ταχύτερη, ίδια, δεν μπορούμε να προβλέψουμε.**

i) Σε δοχείο όγκου $2V$ βάζουμε 2 mol A και 5 mol όμοιων κόκκων B .

ii) Σε δοχείο όγκου V βάζουμε 3 mol A και 5 mol όμοιων κόκκων B .

iii) Σε δοχείο όγκου $\frac{V}{2}$ βάζουμε 2 mol A και 5 mol όμοιων κόκκων B .

iv) Σε δοχείο όγκου V βάζουμε 2 mol A και 5 mol κόκκων B , σε λεπτότερο διαμερισμό.

v) Σε δοχείο όγκου $\frac{V}{2}$ βάζουμε 1 mol A και 5 mol όμοιων κόκκων B .

vi) Σε δοχείο όγκου V που περιέχει ποσότητα αδρανούς αερίου, βάζουμε 2 mol A και 5 mol όμοιων κόκκων B .

vii) Σε δοχείο όγκου $2V$ βάζουμε 2 mol A , 5 mol όμοιων κόκκων B και $1 \text{ mol } \Delta$.

Στόχος του θέματος είναι να παρουσιαστεί αναλυτικά η επίδραση ορισμένων από τους παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα αντίδρασης ετερογενούς μείγματος αερίου - στερεού.

Λύση

α) Το αντιδρών B είναι στερεό, συνεπώς δεν αντιδρά με βάση τη συγκέντρωσή του, αλλά με βάση την επιφάνειά του. Ως εκ τούτου, η ταχύτητα της αντίδρασης, όπως έχει οριστεί, δεν μπορεί να εκφραστεί με βάση το σώμα B .

$$v = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\Gamma]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\Delta]}{\Delta t}$$

β) Οι συγκρινόμενες ταχύτητες θα πρέπει να αφορούν την ίδια χρονική στιγμή, γι' αυτό επιλέγουμε την ταχύτητα εκκίνησης των αντιδράσεων. Από τη θεωρία γνωρίζουμε ότι η ταχύτητα της συγκεκριμένης αντίδρασης επηρεάζεται από τους εξής παράγοντες:

- Τη $[A]$
- Τον όγκο του δοχείου (υπό σταθερή θερμοκρασία), επειδή η μεταβολή του όγκου επηρεάζει τόσο τη $[A]$, όσο την ολική πίεση.
- Την επιφάνεια του στερεού.

Επομένως:

i) βραδύτερη, επειδή στην παραλλαγή ο διπλασιασμός του όγκου μειώνει τη $[A]$.

ii) ταχύτερη, επειδή στην παραλλαγή η $[A]$ αυξάνεται.

iii) ταχύτερη, επειδή στην παραλλαγή ο υποδιπλασιασμός του όγκου αυξάνει τη $[A]$.

iv) ταχύτερη, επειδή αυξάνεται η επιφάνεια επαφής του στερεού B .

v) Ίδια, επειδή στην παραλλαγή οι δύο μεταβολές αλληλοαναιρούνται, οπότε η [A] δεν μεταβάλλεται.

vi) Ίδια, επειδή στην παραλλαγή η [A] παραμένει ίδια, όπως και το πλήθος των συγκρούσεων μεταξύ μορίων του A και των επιφανειακών μορίων του στερεού B. Επισημαίνεται ότι η παρουσία του αδρανούς αερίου, μολονότι αυξάνει την ολική πίεση, δεν επηρεάζει την ταχύτητα της αντίδρασης. Η μεταβολή της πίεσης μεταβάλλει την ταχύτητα μιας αντίδρασης, μόνο όταν γίνεται με μηχανικό τρόπο, δηλαδή με ελάττωση (συμπίεση) ή αύξηση (εκτόνωση) του όγκου του δοχείου.

vii) Ίδια. Η παρουσία του Δ είναι αντίστοιχη με την παρουσία αδρανούς αερίου, όσον αφορά την επίδραση στην ταχύτητα της αντίδρασης.

ΘΕΜΑ 9. Όταν προστεθεί περίσσεια σκόνης MgCO_3 σε 50 mL διαλύματος HCl 1 M λαμβάνει χώρα η αντίδραση:



Δοκιμάζουμε τις παραλλαγές i έως xii στην παραπάνω αντίδραση.

α) Να συγκρίνετε τις ταχύτητες καθεμίας από τις παραλλαγές με την ταχύτητα της αρχικής αντίδρασης.

β) Να συγκρίνετε το συνολικό όγκο του CO_2 που θα παραχθεί σε καθεμία από τις παραλλαγές σε σχέση με τον όγκο CO_2 που παράγεται στην αρχική αντίδραση.

Σε κάθε περίπτωση, να αιτιολογήσετε το αποτέλεσμα της σύγκρισης.

i) Ίδια ποσότητα MgCO_3 προστίθεται υπό τη μορφή κόκκων αντί σκόνης.

ii) 1 g NaOH προστίθεται στο διάλυμα HCl πριν προστεθεί το MgCO_3 .

iii) 50 mL διαλύματος HCl 2M χρησιμοποιούνται αντί των 50 mL διαλύματος HCl 1M.

iv) 25 mL διαλύματος HCl 2M χρησιμοποιούνται αντί των 50 mL διαλύματος HCl 1M.

v) Ίσος όγκος νερού προστίθεται στο διάλυμα HCl πριν από την προσθήκη του MgCO_3 .

vi) 100 mL διαλύματος HCl 1M χρησιμοποιούνται αντί των 50 mL διαλύματος HCl 1M.

vii) Διοχετεύεται στο αρχικό διάλυμα ποσότητα αερίου HCl πριν προστεθεί το MgCO_3 .

viii) 50 mL διαλύματος HCl 2M προστίθενται στα 50 mL διαλύματος HCl 1M, πριν από την προσθήκη του MgCO_3 .

ix) 50 mL διαλύματος HCl 0,5 M προστίθεται στα 50 mL διαλύματος HCl 1M, πριν από την προσθήκη του MgCO_3 .

x) 50 mL διαλύματος HCl 1M προστίθεται στα 50 mL διαλύματος HCl 1M, πριν από την προσθήκη του MgCO_3 .

xi) 50 mL διαλύματος MgCl_2 1M προστίθεται στα 50 mL διαλύματος HCl 1M, πριν από την προσθήκη του MgCO_3 .

xii) προσθέτουμε ποσότητα νερού στο διάλυμα HCl 1M των 50 mL και στη συνέχεια προσθέτουμε ίδια ποσότητα MgCO_3 υπό τη μορφή μικρότερων κόκκων σκόνης.

Στόχος του θέματος είναι να παρουσιαστεί αναλυτικά η επίδραση ορισμένων από τους παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα αντίδρασης ετερογενούς μείγματος υγρού - στερεού, καθώς και οι τυχόν διαφοροποιήσεις στην παραγόμενη ποσότητα προϊόντος.

Λύση

α) Οι συγκρινόμενες ταχύτητες θα πρέπει να αφορούν την ίδια χρονική στιγμή, γι' αυτό επιλέγουμε την ταχύτητα εκκίνησης των αντιδράσεων. Από τη θεωρία

γνωρίζουμε ότι η ταχύτητα της συγκεκριμένης αντίδρασης επηρεάζεται από τους εξής παράγοντες:

- Τη $[HCl]$
- Την επιφάνεια του στερεού.

Επομένως,

i) Βραδύτερη. Μειώθηκε ο βαθμός κατάτμησης του στερεού, άρα μειώθηκε η επιφάνειά του.

ii) Βραδύτερη. Το $NaOH$ θα εξουδετερώσει μέρος του HCl , με αποτέλεσμα να μειωθεί η συγκέντρωση του $[HCl]$.

iii) Ταχύτερη. Η $[HCl]$ αυξήθηκε από 1 σε 2 M.

iv) Ταχύτερη. Η $[HCl]$ αυξήθηκε από 1 σε 2 M (η ποσότητά του HCl μειώθηκε αλλά αυτό δεν επηρεάζει την ταχύτητα της αντίδρασης).

v) Βραδύτερη. Η $[HCl]$ μειώθηκε λόγω αραιώσης.

vi) Ίδια. Η $[HCl]$ δεν μεταβλήθηκε.

vii) Ταχύτερη. Η $[HCl]$ αυξήθηκε με την προσθήκη αερίου HCl .

viii) Ταχύτερη. Η $[HCl]$ αυξήθηκε, λόγω ανάμειξης με πυκνότερο διάλυμα.

ix) Βραδύτερη. Η $[HCl]$ μειώθηκε, λόγω ανάμειξης με αραιότερο διάλυμα.

x) Ίδια. Η $[HCl]$ δεν μεταβλήθηκε, αφού η ανάμειξη έγινε με διάλυμα ίσης συγκέντρωσης.

xi) Βραδύτερη. Το διάλυμα $MgCl_2$ δεν αντιδρά με το HCl . Γνωρίζουμε ότι η ανάμειξη διαλυμάτων μη αντιδρώντων συστατικών ισοδυναμεί με αραιώση ως προς κάθε συστατικό. Συνεπώς, η $[HCl]$ μειώθηκε λόγω αραιώσης.

xii) Αδύνατον να προβλεφθεί. Οι δύο μεταβολές είναι ανταγωνιστικές και τα στοιχεία που δίνονται δεν επαρκούν για να προβλεφθεί η ακριβής επίδραση καθενός.

β) Οι συγκρινόμενες ποσότητες CO_2 συνδέονται με την μεταβολή των mol HCl στο διάλυμα ($n = C \cdot V = 0,05 \cdot 1 = 0,05 \text{ mol}$), δεδομένου ότι το $MgCO_3$ είναι σε περίσσεια.

Επομένως,

i) Ίδιος όγκος CO_2 . Τα mol HCl δεν μεταβλήθηκαν.

ii) Μικρότερος όγκος CO_2 . Τα mol HCl μειώθηκαν, αφού μέρος τους αντέδρασε με την προστεθείσα βάση ($NaOH$).

iii) Μεγαλύτερος όγκος CO_2 . Τα mol HCl διπλασιάστηκαν.

iv) Ίδιος όγκος CO_2 . Τα mol HCl έμειναν ίδια ($0,05 \cdot 1 = 0,025 \cdot 2$).

v) Ίδιος όγκος CO_2 . Τα mol HCl δεν αλλάζουν με την αραιώση.

vi) Μεγαλύτερος όγκος CO_2 . Τα mol HCl διπλασιάστηκαν.

vii) Μεγαλύτερος όγκος CO_2 . Τα mol HCl αυξάνονται, αφού στο αρχικό διάλυμα προστίθεται αέριο HCl .

viii) Μεγαλύτερος όγκος CO_2 . Τα mol HCl αυξάνονται, αφού στο αρχικό διάλυμα προστίθεται και άλλο διάλυμα HCl .

ix) Μεγαλύτερος όγκος CO_2 . Τα mol HCl αυξάνονται, αφού στο διάλυμα προστίθεται και άλλο διάλυμα HCl .

x) Μεγαλύτερος όγκος CO_2 . Τα mol HCl αυξάνονται, αφού στο διάλυμα προστίθεται και άλλο διάλυμα HCl .

- xi) Ίδιος όγκος CO_2 . Τα mol HCl δεν μεταβλήθηκαν.
- xii) Ίδιος όγκος CO_2 . Τα mol HCl δεν αλλάζουν με την αραιώση.

Ημερομηνία τροποποίησης: 5/12/2018

Επιμέλεια: Βατούγιος Πέτρος - Παπαστεργιάδης Θωμάς
Επιστημονικός έλεγχος: Αποστολόπουλος Κωνσταντίνος - Γιαλούρης Παρασκευάς